SEMESTRAL UNI



QUÍMICA

Tema: **EQUILIBRIO QUÍMICO, ÁCIDOS Y BASES , ELECTROQUÍMICA.**

Semana 20

Docente: **AUGUSTO SORIA ROSAS**

I. EQUILIBRIO QUÍMICO

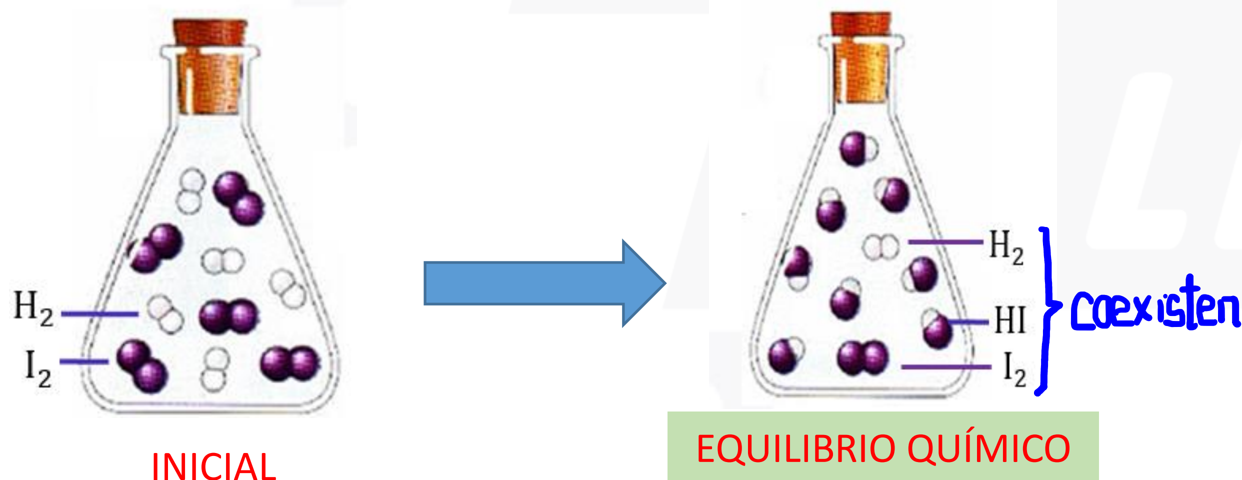
1.1. CONCEPTO

Es el estado **estable** , a nivel molecular **dinámico,** que alcanza una reacción química reversible, comúnmente en un sistema cerrado.

En este estado coexisten reactantes y productos por un tiempo indefinido a temperatura constante. Con el transcurso del tiempo no se observan cambios, a pesar de que las sustancias siguen reaccionando.

→ la reacción alcanzó el equilibrio

Ejemplo: → $r_{directa} = r_{inversa}$



INICIAL

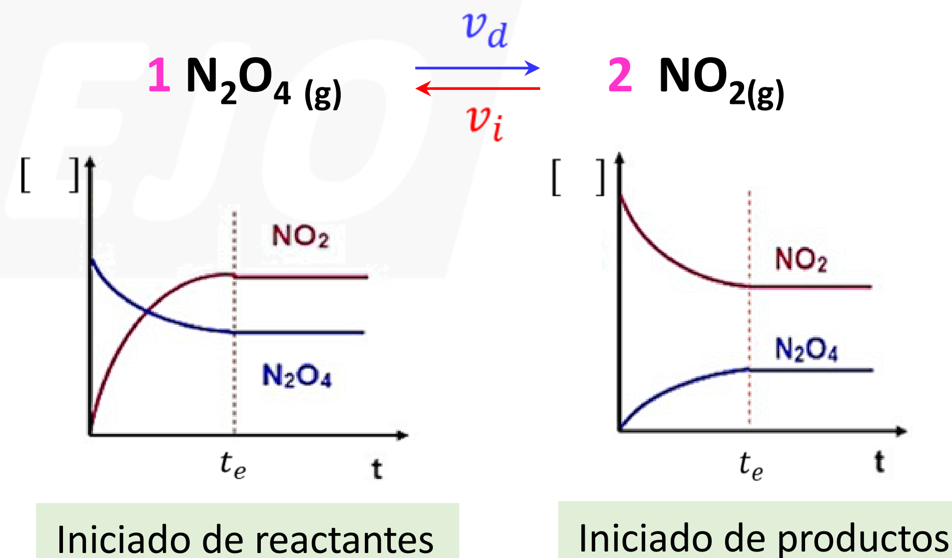
EQUILIBRIO QUÍMICO

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftarrows}} 2HI_{(g)}$$

1.2. CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO

- A nivel molecular es dinámico y la velocidad directa e inversa son iguales: $v_d = v_i$; siendo su velocidad neta cero
- Continuamente los reactivos se transforman en productos y viceversa. porque la reacción continúa.
- La concentración de los reactivos y productos no varían en el tiempo. alcanzado el equilibrio
- Es de carácter espontaneo y se alcanza en un tiempo finito (no al inicio).
- Se establece a partir de reactivos o de productos. (independiente de la dirección)

$$1\ N_2O_{4\,(g)} \underset{v_i}{\overset{v_d}{\rightleftarrows}} 2\ NO_{2(g)}$$



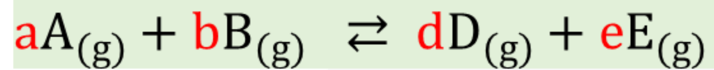
Iniciado de reactantes

Iniciado de productos

1.3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

Es un parámetro numérico, que se determina desde la ley de acción de masas (LAM), a una determinada temperatura. Indica la proporción entre productos y reactivos, dando una idea del progreso o conversión de reactivos a productos en una reacción, por ello, se relaciona con el rendimiento.

En equilibrio químico gaseoso:



$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftarrows dD_{(g)} + eE_{(g)}$$

Expresión de la K_{eq}, puede ser:

$$K_c = \frac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$$

K_c : En función de la molaridad.

Concentración molar

$$K_p = \frac{(P_D)^d(P_E)^e}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

K_p : En función de las presiones parciales de los componentes gaseosos.

(solo)

$$\Delta n_{gas} = \text{PROD}_{gas} - \text{REACT}_{gas}$$

Se cumple:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{gas}}$$

- Si: $\triangle n_g = 0 \Rightarrow K_p = K_c$
- Si: $\triangle n_g > 0 \Rightarrow K_p > K_c$
- Si: $\triangle n_g < 0 \Rightarrow K_p < K_c$

1.4. PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

A) El valor de la K_{eq} depende de la temperatura (T).

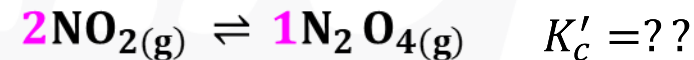
Para el equilibrio químico a una determinada temperatura (T=100°C):



$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)} \quad \ldots K_c = 0{,}21$$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

B) Si la ecuación se invierte ¿Cuál será el valor de la constante de equilibrio?



$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 1N_2O_{4(g)} \qquad K_c' = ??$$

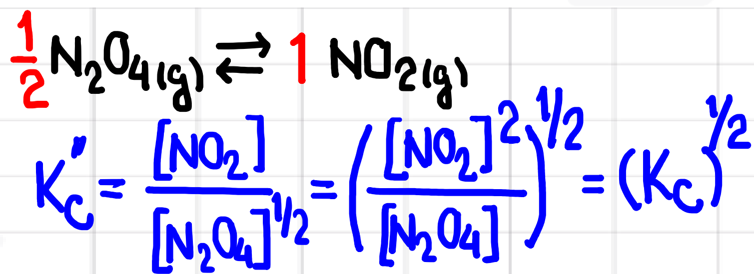
$$K_c' = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} = \frac{1}{K_c}$$

C) Si la ecuación es multiplicada por un valor numérico:

$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)} \quad \ldots K_c = 0,21$$



Se multiplica por $\frac{1}{2}$ ¿Cuánto vale K_c'?

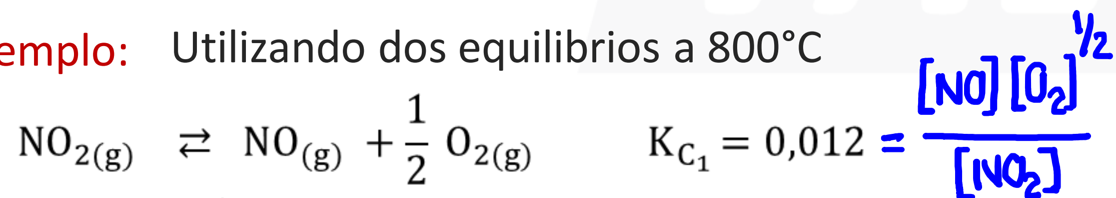


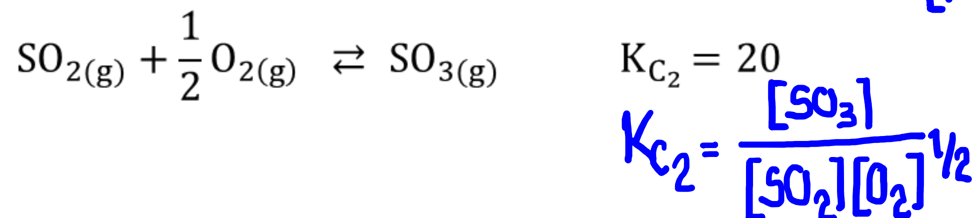
D) Si dos ecuaciones en equilibrio se suman miembro a miembro:

Ejemplo: Utilizando dos equilibrios a 800°C

$$NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \qquad K_{C_1} = 0,012$$

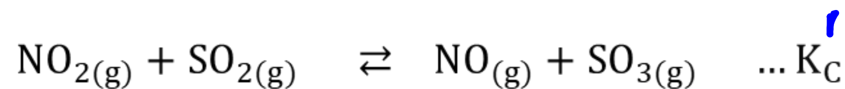
$$SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} \qquad K_{C_2} = 20$$





¿cuánto vale la constante de equilibrio para la siguiente reacción?

$$NO_{2(g)} + SO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + SO_{3(g)} \quad \ldots K_C'$$



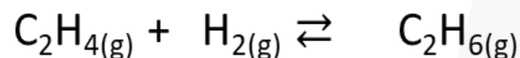
1.5. RELACIÓN ENTRE EL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y EL RENDIMIENTO:

$K_{eq} = \frac{PROD}{REACT}$

Keq	RENDIMIENTO
Keq >> 1	alto
Keq ≈ 1	moderado
Keq << 1	bajo

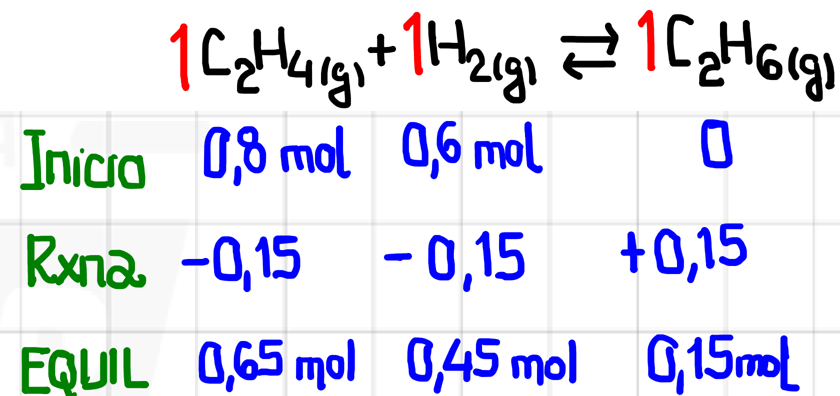
Ejercicio 01:

En un recipiente rígido y de 2L se coloca 0,8 moles de C_2H_4 y 0,6 moles de H_2, para sintetizar etano C_2H_6.


$$C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows C_2H_{6(g)}$$

Para alcanzar el equilibrio se consume 0,15 moles de cada reactante. Determine la constante de equilibrio K_c e indique si la reacción tiene alto o bajo rendimiento

Resolución :



$$K_c = \frac{[C_2H_6]}{[C_2H_4][H_2]} = \frac{\frac{n_{C_2H_6}}{V}}{\frac{n_{C_2H_4}}{V}\cdot\frac{n_{H_2}}{V}} = \frac{n_{C_2H_6}\cdot V}{n_{C_2H_4}\cdot n_{H_2}}$$

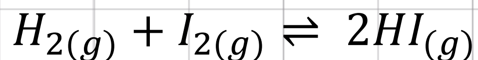
$$K_c = \frac{0,15 \times 2}{0,65 \times 0,45} = 1,026$$

Rendimiento MODERADO

1.6. TIPOS DE EQUILIBRIO

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Sistema de una sola fase.

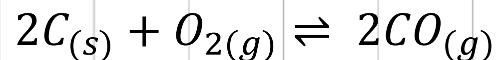


$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{HI})^2}{P_{H2} \quad P_{I2}}$$

EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Sistema de dos o más fases, comúnmente sólido-gas.



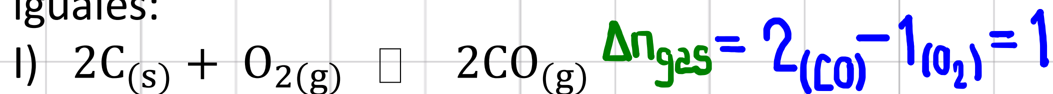
$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[O_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{CO})^2}{P_{O2}}$$

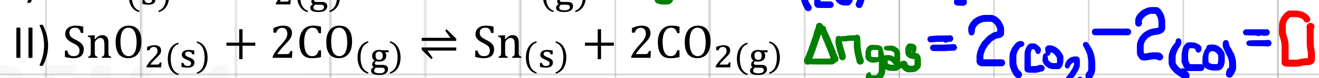
Ejercicio 02:

solo gaseosos ↓

Seleccione en que equilibrios se cumple que K_c y K_p son numéricamente iguales:



I) $2C_{(s)} + O_{2(g)}$ ⇌ $2CO_{(g)}$ $\quad \Delta n_{gas} = 2_{(CO)} - 1_{(O_2)} = 1$



II) $SnO_{2(s)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons Sn_{(s)} + 2CO_{2(g)}$ $\quad \Delta n_{gas} = 2_{(CO_2)} - 2_{(CO)} = 0$



III) $HCOOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)}$ ⇌ $HCOOCH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$

A) Solo I B) II y III C) solo II D) I y II E) I , II y III

Resolución :

Recuerda

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_{gas}}$ $\quad \Delta n_{gas} = 0$

$K_p = K_c \quad 1$

Rpta: solo II

Clave: C

Ejercicio 03:

Se tiene al inicio cloruro de amonio sólido, luego se disocia parcialmente en los gases amoniaco y cloruro de hidrógeno, estableciéndose el siguiente equilibrio a 500K:

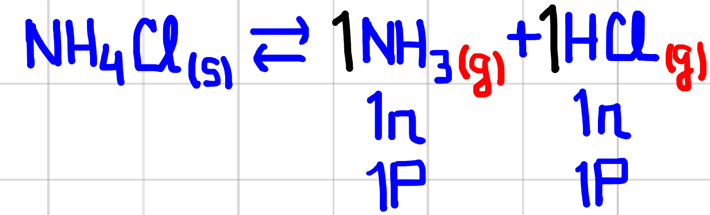


$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

Si la presión total en el equilibrio es 1,6 atm, hallar el valor de la constante de equilibrio K_c.

A) $8{,}0\times10^{-5}$
B) $1{,}6\times10^{-4}$
C) $3{,}8\times10^{-4}$
D) $6{,}4\times10^{-4}$
E) $8{,}2\times10^{-4}$

Resolución :



$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows 1NH_{3(g)} + 1HCl_{(g)}$$

1n 1n

1P 1P

DP: $PV = RTn$ (cte, cte, cte)

$$P_{equil} = P_{NH_3} + P_{HCl} = 1P + 1P = 2P = 1{,}6\ atm$$

$$P = 0{,}8\ atm$$

$$K_p = P_{NH_3}\cdot P_{HCl} = 0{,}8\times0{,}8 = 0{,}64$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{gas}}$$

$$\frac{64}{100} = K_c\left(\frac{82}{1000}\times500\right)^{1+1-0}$$

$$K_c = \frac{64}{(41)^2\,100} = 0{,}038\cdot10^{-2} = 3{,}8\times10^{-4}$$

Rpta: $3{,}8\times10^{-4}$

Clave: C

1.7. APLIQUEMOS EL COCIENTE DE REACCIÓN (Q)

Ejercicio 04:

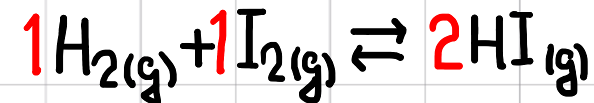
Se determinaron a 229 °C en un recipiente de 1L. Las siguientes concentraciones: [HI] = 0,790 M, $[H_2]$ = 0.080 M y $[I_2]$ = 0.060 M. Para la siguiente reacción química:



¿La reacción se encuentra en equilibrio? Si no lo está, ¿en qué sentido procederá la reacción para que alcance el equilibrio?

A) Sí ; hacia la derecha
B) Sí ; hacia la izquierda
C) No; hacia la derecha
D) No; hacia la izquierda
E) Sí ; no necesita desplazarse

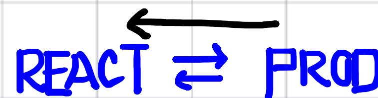
Resolución :



$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0{,}790)^2}{(0{,}080)(0{,}060)} \approx 130 > 50 = K_C$$

tiene que disminuir para alcanzar equilibrio

$$Q = \frac{PROD\downarrow}{REACT\uparrow}$$



Rpta: No, hacia la izquierda

Clave: D

1.8. PRINCIPIO DE HENRY LE CHATELIER

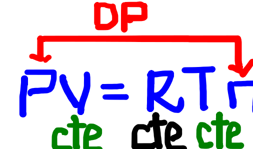


Es una herramienta cualitativa que indica la dirección del desplazamiento de la reacción para restaurar un nuevo equilibrio. Establece que:

"Un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema químico, produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido → o ← para contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación externa".

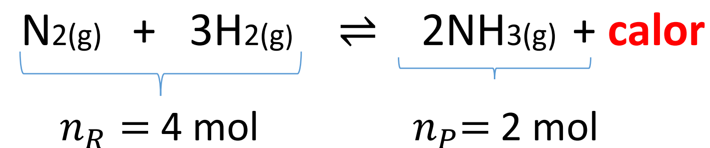
El cambio (**perturbación externa**) de uno o varios de los siguientes factores pueden alterar la condición de equilibrio:

- **Concentración de reactante o producto (a T cte. no cambia K_{eq}).**
- **Presión o Volumen (a T cte. no cambia K_{eq}).**
- **Temperatura (si cambia el valor de la K_{eq}).**



Consecuencia

- **Disminuye Reactantes** → Predomina sentido directo → **Aumenta Productos**
- **Aumenta reactantes** ← Predomina sentido inverso ← **Disminuye productos**

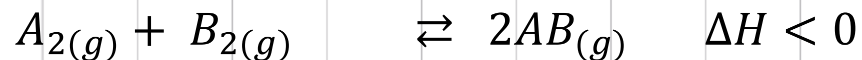


Respuesta

Perturbación	Según Le Chatelier	Desplazamiento
Adicionar más N_2	Consumir N_2	Hacia la derecha (⟶)
Aumentar la presión (reducir el volumen)	Reducir la presión (menos moles)	Hacia la derecha (⟶)
Aumentar la temperatura calor ↑	Disminuir la temperatura (consumir calor) calor ↓	Hacia la izquierda (⟵)
Adición de un catalizador	No altera el estado de equilibrio	

Ejercicio 05:

En un recipiente rígido cerrado ocurre la siguiente reacción en equilibrio, a una determinada temperatura.



$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftarrows 2AB_{(g)} \qquad \Delta H < 0$$

Indique cuales de las siguientes proposiciones son correctas:

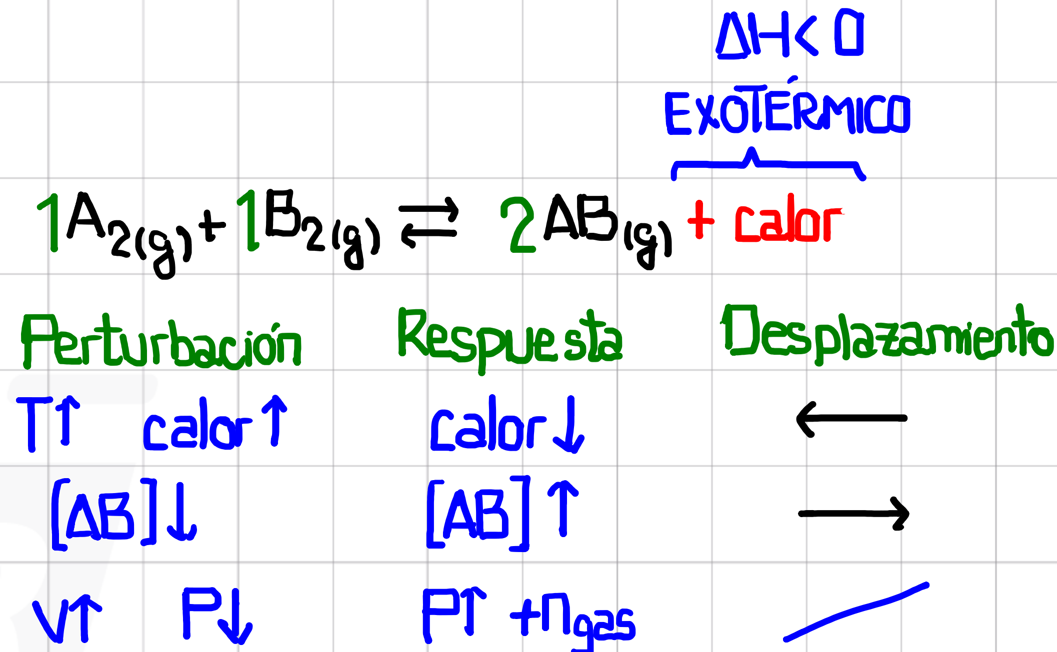
I) Si se incrementa la temperatura, el equilibrio se desplaza a la izquierda.

II) Si se retira una parte del producto AB , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

III) Si se duplica el volumen el equilibrio, se desplaza hacia la izquierda.

A) Solo I
B) I y II
C) Solo II
D) II y III
E) I, II y III

Resolución:

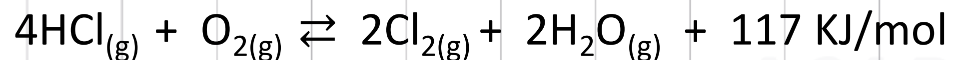


Rpta: I y II

Clave: B

Ejercicio 06:

La oxidación del cloruro de hidrógeno produce Cl_2 según la reacción:



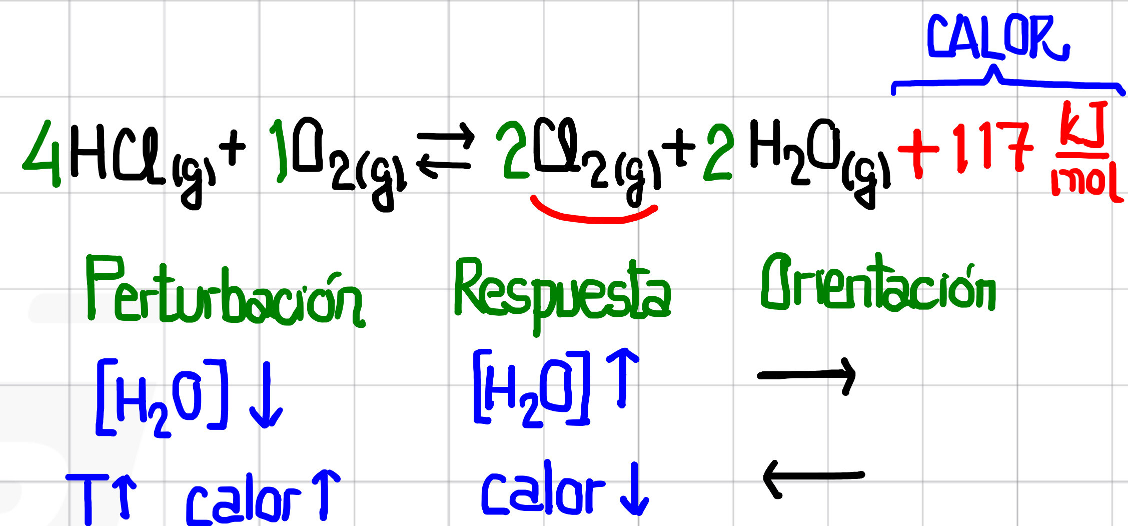
¿Qué efecto tendrá sobre la producción de Cl_2?

I. Retirar el vapor de agua a través de un agente deshidratante. AUMENTA Cl_2

II. Aumento de la temperatura. DISMINUYE Cl_2

A) Aumenta, aumenta.
B) Disminuye, disminuye.
C) Disminuye, aumenta.
D) Aumenta, disminuye.
E) Aumenta, no varía.

Resolución :

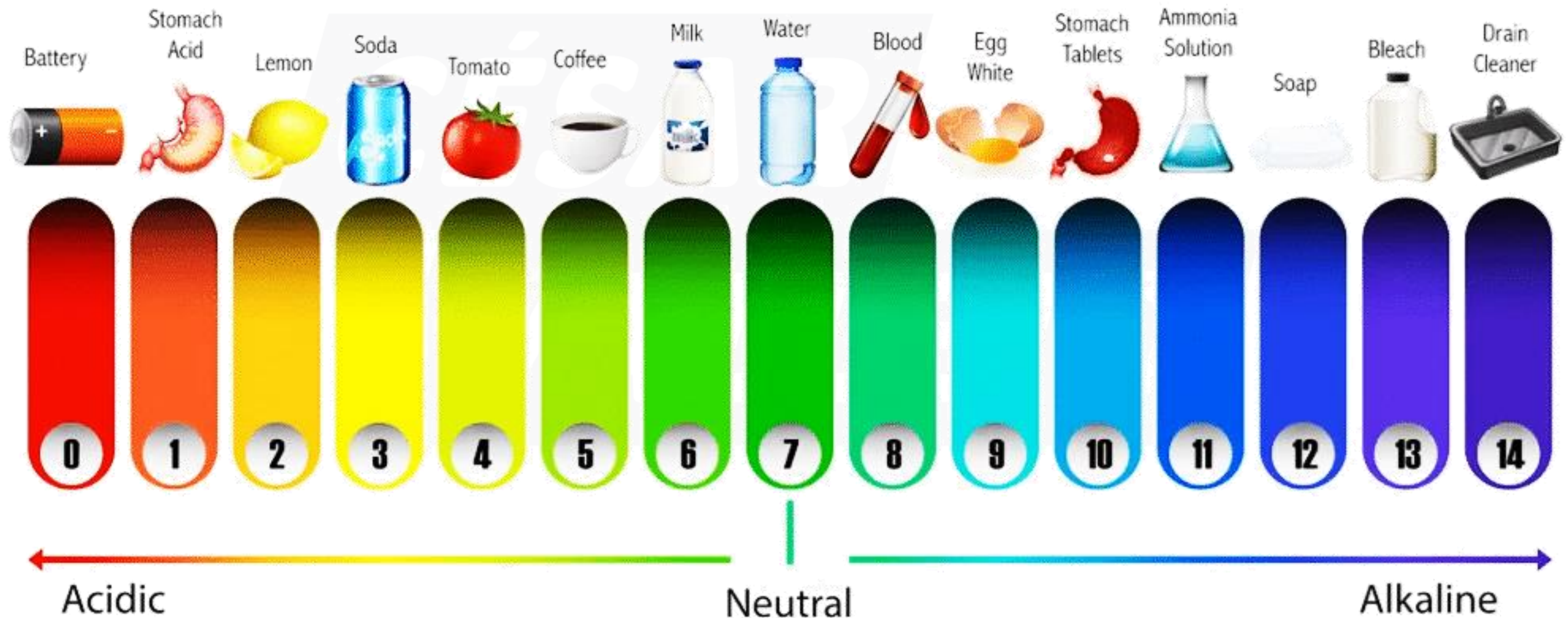


Rpta: aumenta, disminuye

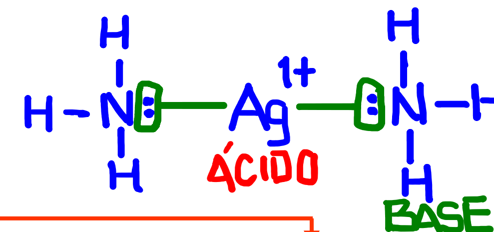
Clave: D

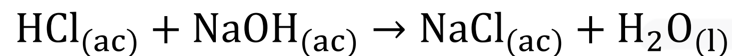
II. ÁCIDOS Y BASES

La acidez y basicidad son propiedades químicas de las sustancias, que se manifiestan comúnmente en las reacciones químicas. El monitoreo del pH se relacionará con los tipos de productos que se obtienen en la reacción y las condiciones óptimas para un mayor rendimiento.



2.1 . DEFINICIONES de ÁCIDOS Y BASES





TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS

$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$

ÁCIDO

En el agua se disocia liberando protones, H^{1+}.



HCl, H_2SO_4, CH_3COOH

$HCl_{(ac)} \rightarrow H^{1+}_{(ac)} + Cl^{1-}_{(ac)}$

BASE

En el agua se disocia liberando iones hidróxido, OH^{1-}.



NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$

$NaOH_{(ac)} \rightarrow OH^{1-}_{(ac)} + Na^{1+}_{(ac)}$

Limitaciones:

- Solo es válido, usando como disolvente el agua
- No explica el carácter básico del NH3

TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY

ÁCIDO

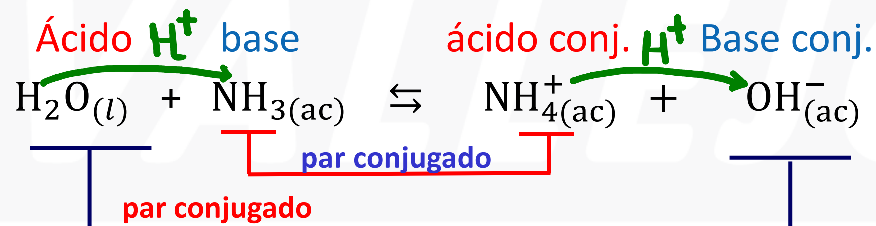
Dona un protón H^{1+}

BASE

Acepta un protón H^{1+}



En la reacción ácido-base se transfiere un protón.



$H_2O_{(l)} + NH_{3(ac)} \leftrightarrows NH^{+}_{4(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$

Limitación:

- No explica la acidez del CO2
- Explica el anfoterismo del agua (anfiprótico) y otras sustancias.

TEORÍA DE G . LEWIS

ÁCIDO

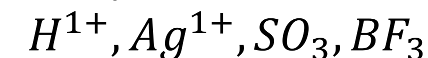
Recibe un par de electrones.

$H^{1+}, Ag^{1+}, SO_3, BF_3$

BASE

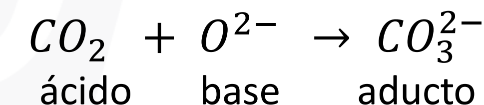
Dona un par de electrones.

$OH^{1-}, F^{1-}, NH_3, CH_2 = CH_2$



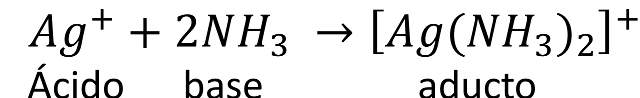
El ácido y la base se unen mediante el enlace dativo o coordinado.





$CO_2 + O^{2-} \rightarrow CO_3^{2-}$

ácido base aducto

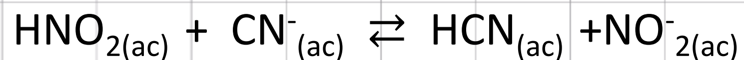


$Ag^{+} + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^{+}$

Ácido base aducto

Ejercicio 07:

Respecto a la reacción en solución acuosa:



$HNO_{2(ac)} + CN^{-}_{(ac)} \rightleftarrows HCN_{(ac)} + NO^{-}_{2(ac)}$

se puede afirmar correctamente que:

I. El HNO_2 actúa como ácido de Brönsted-Lowry.

II. El HCN es la base conjugada del CN^{-}.

III. El ion NO_2^{-} es la base conjugada del HNO_2.

A) solo I

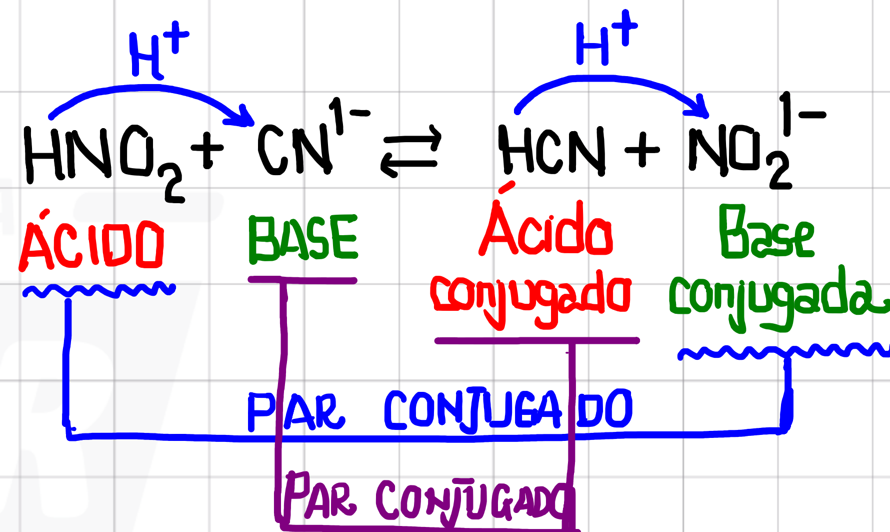
B) solo II

C) solo III

D) I y II

E) I y III

Resolución :

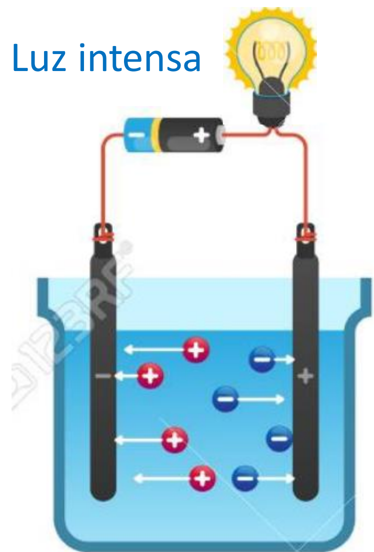


Rpta: I y III

Clave: E

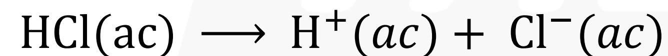
2.2. ELECTRÓLITOS

Sustancias que fundidas o disueltas en agua tienen iones en movimiento, lo cual hace que sean conductores de la corriente eléctrica. Se clasifican como:



FUERTES

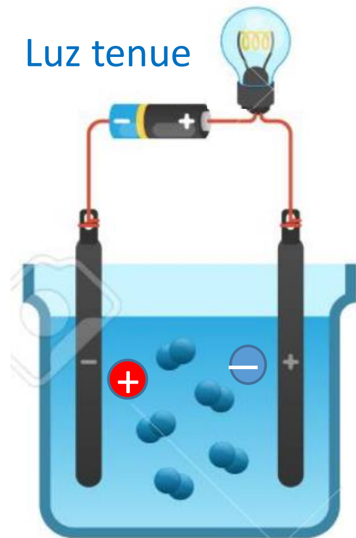
- ✓ De alta conductividad eléctrica.
- ✓ Pueden ser: $HClO_4$, HI, HBr, HCl, H_2SO_4, HNO_3
  - Ácidos fuertes
  - Bases fuertes: NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$
  - Sales
- ✓ Se **disocian o ionizan por completo.** Ejm:



$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Inicio:	0,1M	0	0
Final:	0	0,1M	0,1M

DÉBILES



- ✓ De baja conductividad eléctrica.
- ✓ Pueden ser:
  - Ácidos débiles
  - Bases débiles
- ✓ Se **disocian o ionizan parcialmente, generando un *equilibrio iónico*.** Ejm:



$$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$$

Inicio:	1M	0	0
Cambio:	- 0,02M	+0,02M	+0,02M
Final(eq.):	0,98M ⇄	0,02M	0,02M

Electrolitos fuertes

En medio acuoso se disocian por completo. Tienen buena conductividad eléctrica.

Ácidos fuertes

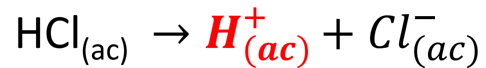
$HClO_4$, HI, HBr, $\boldsymbol{HCl}$, $\boldsymbol{H_2SO_4}$, $\boldsymbol{HNO_3}$

Bases fuertes

LiOH, **NaOH, KOH**, RbOH, CsOH, $\boldsymbol{Ca(OH)_2}$ $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$

Sales

NaCl, $CaBr_2$, MgI_2, Na_2CO_3, $AgNO_3$, K_2SO_4,…..



	$HCl_{(ac)}$	$H^+_{(ac)}$	$Cl^-_{(ac)}$
[inicio]	0,5 *M*	0	0
[cambio]	-0,5 *M*	+0,5 *M*	+0,5 *M*
[final]	0	**+0,5 *M***	+0,5 *M*



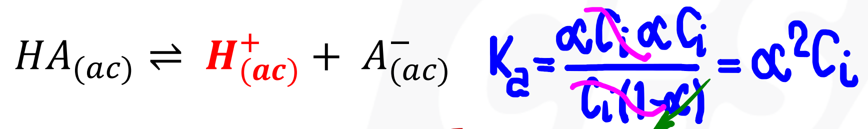
	$Ba(OH)_{2(ac)}$	$2OH^+_{(ac)}$	$Ba^{2+}_{(ac)}$
[inicio]	0,1 *M*	0	0
[cambio]	-0,1 *M*	+0,2 *M*	+0,1 *M*
[final]	0	**+0,2 *M***	+ 0,1 *M*

ELECTROLITOS DÉBILES y el EQUILIBRIO IÓNICO

El equilibrio iónico es el **estado estable** que alcanzan los ácidos y bases débiles al disociarse parcialmente en el agua a una cierta temperatura.

ÁCIDOS DÉBILES

Tienen una constante de acidez (K_a).



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

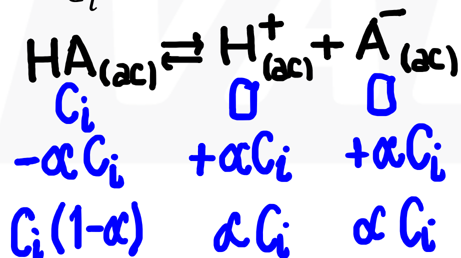
$$K_a = \alpha^2 C_i$$

C_i = concentración inicial

α = grado de ionización

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_i}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_i}}$$

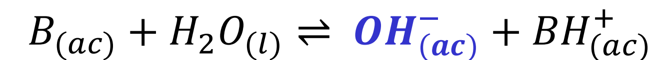


A mayor K_a, mayor fuerza de acidez



BASES DÉBILES

Tienen una constante de basicidad (K_b).

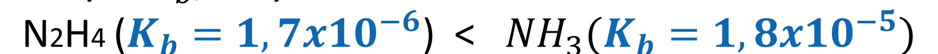


$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]}$$

$$K_b = \alpha^2 C_i$$

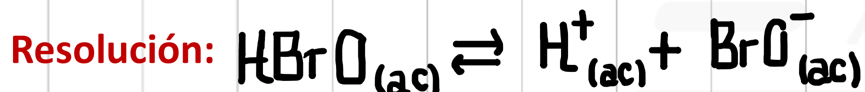
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_i}}$$

A mayor K_b, mayor fuerza básica.



Ejercicio 08: A 20 °C la constante de acidez Ka para el ácido hipobromoso HBrO es $2x10^{-9}$. Calcule la concentración del ion hidrógeno y el grado de ionización en una solución 0,08 *M* del HBrO.

Resolución:



	$HBrO$	H^+	BrO^-
Inicio:	0,08M	0	0
Ioniz:	−x	+x	+x
Equil:	0,08−x	x	x

$$K_a = \frac{[H^+][BrO^-]}{[HBrO]} = \frac{x.x}{0,08-x} = 2.10^{-9} \ll 1$$

$$x^2 = 2.10^{-9}.\,0,8.10^{-1} = 1,6.\,10^{-10}$$

$$x = \sqrt{1,6.\,10^{-10}} = 1,26.10^{-5}$$

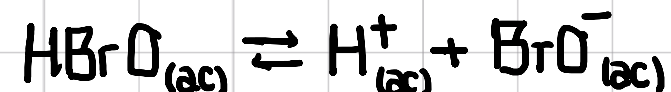
$$[H^+] = 1,26.10^{-5}\,M$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C} = \frac{1,26.10^{-5}}{0,8.10^{-1}} = 1,575.10^{-4}$$

Ejercicio 09: del ejercicio anterior, si se diluye hasta la mitad, la concentración del ácido hipobromoso. ¿Cuánto vale su grado de ionización (α)?

Resolución:

Luego de diluir $[HBrO] = 0,04\ M$



$HBrO$	H^+	BrO^-
0,04−y	y	y

$$K_a = \frac{y.y}{0,04-y} = 2.10^{-9} \ll 1 \rightarrow y^2 = 4.10^{-2}.\,20.10^{-10}$$

$$y = \sqrt{80.10^{-12}} = 8,94.10^{-6}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_i} = \frac{8,94.10^{-6}}{4.10^{-2}} = 2,235.10^{-4}$$

Ejercicio 10 :

A MAYOR K_a → Mayor Fuerza del ácido ↓ mayor conductividad eléctrica

Dado los siguientes ácidos débiles:

ácido	K_a
CH_3COOH	$1,86x10^{-5}$
HF	$7,20x10^{-4}$
HClO	$3,50x10^{-8}$

Determine la veracidad (V) o falsedad (F) al analizar las siguientes proposiciones:

I) En fuerza ácida se cumple: HClO > HF F
II) En fuerza básica se cumple: $ClO^- > CH_3COO^-$ V
III) El de mayor conductividad eléctrica es el HF V

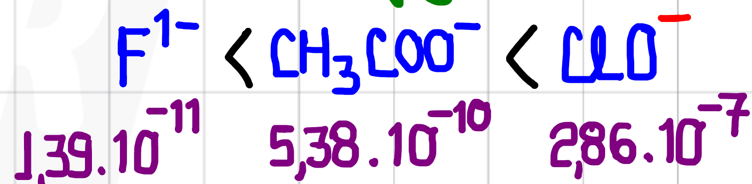
A) VVV
B) VVF
C) FVV
D) VFV
E) FFV

Fuerza de Conjugados

$K_{ÁCIDO/BASE} \cdot K_{base\ conjug / ácido\ conjug} = K_w$ → A 25°C 10^{-14}

Resolución:



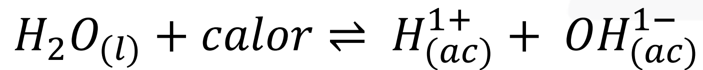


Rpta: FVV

Clave: C

2.3. AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

Por ser anfótero, el agua se autoioniza generado iones. La autoionización es endotérmica.



$K_w = [H^+][OH^-]$ $\quad K_w$=producto iónico del agua

A cualquier temperatura, el **agua pura es neutra.**
A 25 °C se cumple:
$K_w = 1,0x10^{-14}$, $\quad [H^+] = [OH^-] = 1,0x10^{-7}\,\frac{mol}{L}$

Ten en cuenta. A mayor T → mayor K_w

Tener en cuenta en soluciones acuosas diluidas:
$[H^+] > [OH^-]$ **(solución ácida)**
$[H^+] = [OH^-]$ **(solución neutra)**
$[H^+] < [OH^-]$ **(solución básica)**

2.4 .POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH)

Cuantifica el **grado de acidez o basicidad** de una **solución acuosa diluida**.

pH= $-log[H^+]$ $\quad$ También: pOH= $-log[OH^-]$

A 25 °C: $\quad pH + pOH = 14$

$pH < 7 \rightarrow solución\ ácida$
$pH = 7 \rightarrow solución\ neutra$
$pH > 7 \rightarrow solución\ básica$



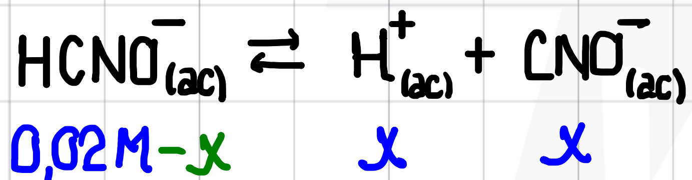
Ejercicio 11:

El **ácido ciánico** es un compuesto químico de fórmula molecular HCNO. Se presenta como un líquido incoloro, tóxico y volátil. A 25°C Se tiene una solución acuosa de ácido ciánico HCNO con una concentración inicial de 0,02M, en estas condiciones determine el **pH** de dicha solución.

Datos: K_a (HCNO) = $3{,}5\times10^{-4}$

log 2,65 = 0,42

Resolución:



$$HCNO_{(ac)} \rightleftarrows H^{+}_{(ac)} + CNO^{-}_{(ac)}$$

$$0{,}02M - x \qquad x \qquad x$$

$$K_a = \frac{[H^+][CNO^-]}{[HCNO]} = \frac{x.x}{0{,}02-x} = 3{,}5.10^{-4}$$

$$x^2 = 2.10^{-2}.3{,}5.10^{-4}$$

$$x = \sqrt{7{,}0.10^{-6}} = 2{,}65.10^{-3}M \qquad pH = -\log(2{,}65.10^{-3})$$

$$pH = 3 - 0{,}42 = 2{,}58$$

Ejercicio 12:

A 25°C se mezclan 20mL de una solución acuosa de HBr 0,2M con 15mL de una solución acuosa de KOH 0,3M. Determine el pH de la solución resultante.

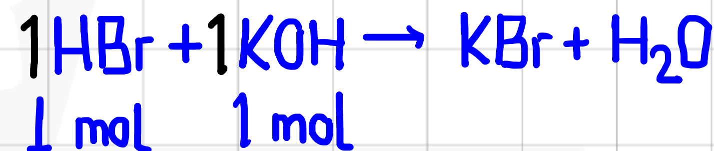
Dato: log 1,43 = 0,15

Resolución:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M.V$$

$$pH + pOH = 14$$

20mL, 0,2M   15mL, 0,3M



$$1HBr + 1KOH \rightarrow KBr + H_2O$$

1 mol   1 mol

4 mmol   4,5 mmol

sobra 0,5 mmol KOH

$$[KOH]_{final} = \frac{0{,}5\ mmol}{(20+15)\ mL} = 0{,}0143M = 1{,}43.10^{-2}M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1{,}43.10^{-2})$$

$$pOH = 2 - 0{,}15 = 1{,}85 \longrightarrow pH = 12{,}15$$

III. ELECTROQUIMICA

Es rama de la química que estudia la relación entre la corrientes eléctrica continua y las reacciones químicas, quiere decir, de la conversión de la energía química en la energía eléctrica y viceversa. La electroquímica es el estudio de las reacciones químicas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de la corriente eléctrica.

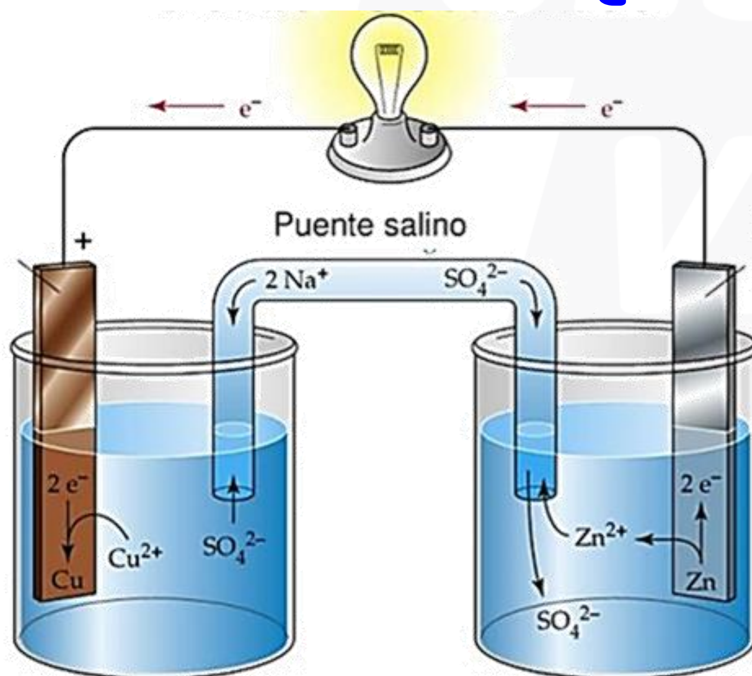
→ REDOX

CELDAS GALVÁNICAS

→ $E_{celda} > 0$

- Ocurre reacción redox espontánea.
- Conversión de energía química en eléctrica.

suministra energía eléctrica

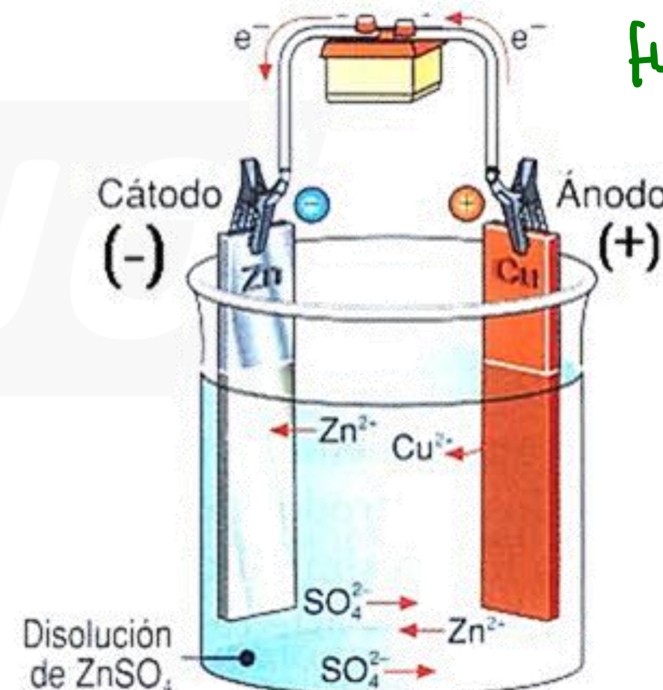


ELECTRÓLISIS

→ $E_{celda} < 0$

- Ocurre reacción redox no espontánea.
- Conversión de energía eléctrica en química

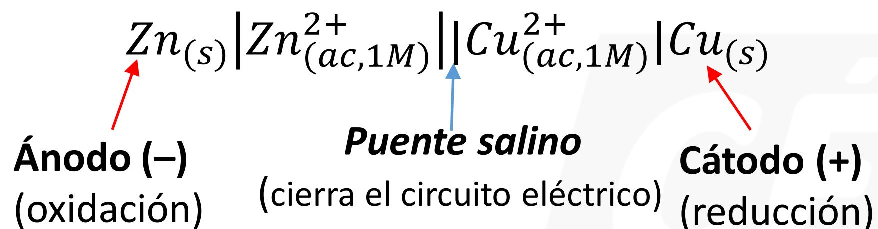
necesita fuente de energía eléctrica



3.1. CELDAS GALVÁNICAS

Son dispositivos que **generan energía eléctrica** a partir de una reacción redox espontánea

DIAGRAMA DE UNA CELDA GALVÁNICA

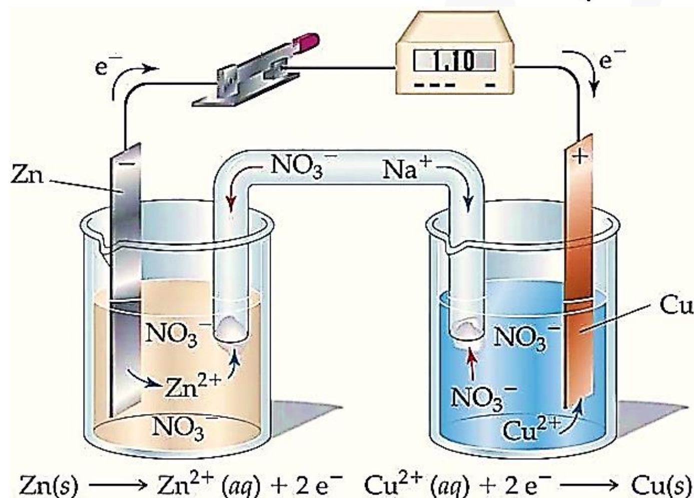


$Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(ac,1M)}||Cu^{2+}_{(ac,1M)}|Cu_{(s)}$

Ánodo (–) (oxidación)

Puente salino (cierra el circuito eléctrico)

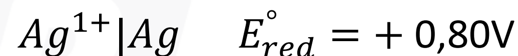
Cátodo (+) (reducción)



Los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo porque se establece una **diferencia de potencial eléctrico** o voltaje de la celda (E_{celda})

POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN (E°_{red})

A mayor valor del E°_{red}, la sustancia tiene mayor tendencia a ganar electrones (mejor agente oxidante)



$Ag^{1+}|Ag \quad E^{\circ}_{red} = +0{,}80V$



$Zn^{2+}|Zn \quad E^{\circ}_{red} = -0{,}76V$

Según la fuerza oxidante:

$Zn^{2+} < Ag^{1+}$

- El E°_{red}, es una propiedad intensiva.
  - La oxidación y reducción son procesos opuestos:

$$E^{\circ}_{ox} = -E^{\circ}_{red}$$

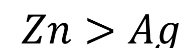




$Ag|Ag^{1+} \quad E^{\circ}_{ox} = -0{,}80V \qquad Zn|Zn^{2+} \quad E^{\circ}_{ox} = +0{,}76V$

- A mayor valor del E°_{ox}, la sustancia tiene mayor tendencia a oxidarse (mejor agente reductor) y será el ánodo.

Según la fuerza reductora:



$Zn > Ag$

Ánodo (–): Zn

Cátodo(+): Ag

TABLA DE POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN

Sistema	Semirreacción	E° (V)
Li^+ / Li	Li^+ 1 e^- → Li	−3,04
K^+ / K	K^+ + 1 e^- → K	−2,92
Ca^{2+} /Ca	Ca^{2+}+ 2 e^- → Ca	−2,87
Na^+ / Na	Na^++ 1 e^- → Na	−2,71
Mg^{2+} / Mg	Mg^{2+}+ 2 e^- → Mg	−2,37
Al^{3+} / Al	Al^{3+} + 3 e^- → Al	−1,66
Mn^{2+} / Mn	Mn^{2+} + 2 e^- → Mn	−1,18
Zn^{2+} / Zn	Zn^{2+}+ 2 e^- → Zn	−0,76
Cr^{3+} / Cr	Cr^{3+} + 3 e^- → Cr	−0,74
Fe^{2+} / Fe	Fe^{2+} + 2 e^- → Fe	−0,41
Sn^{2+} / Sn	Sn^{2+} + 2 e^- → Sn	−0,14
Pb^{2+} / Pb	Pb^{2+} + 2 e^- → Pb	−0,13
H^+ / H_2	2 H^+ + 2 e^- → H_2	0,00
Cu^{2+} / Cu	Cu^{2+} + 2 e^- → Cu	0,34
I_2 / I^-	I_2 + 2 e^- → 2 I^-	0,53
MnO_4^-/MnO_2	MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e^- → MnO_2 + 4 OH^-	0,53
Hg^{2+} / Hg	Hg^{2+} + 2 e^- → 2 Hg	0,79
Ag^+ / Ag	Ag^+ + 1 e^- → Ag	0,80
Au^{3+} / Au	Au^{3+} + 3 e^- → Au	1,50
MnO_4^- / Mn^{2+}	MnO_4^- + 8 H^++ 5 e^- → Mn^{2+} + 2 H_2O	1,51

AUMENTA

E^o_{red}

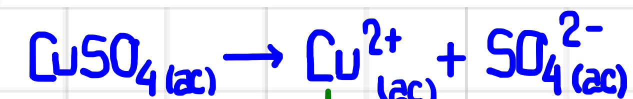
3.2. ESPONTANEIDAD DE UNA REACCIÓN REDOX

Condiciones estándar: P= 1 atm, T=25 °C, $[ion] = 1\ M$

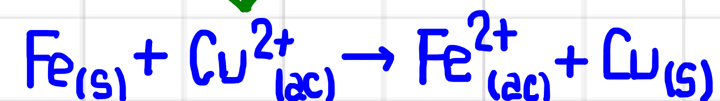
$$E^{\circ}_{celda} = E^{\circ}_{ox} + E^{\circ}_{red}$$

$E^{\circ}_{celda} > 0$ → **reacción redox espontánea**

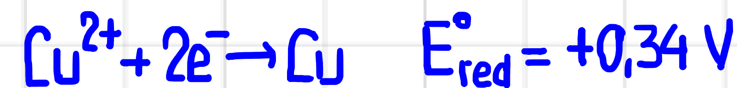
Ejemplo: al introducir una lámina de hierro en una solución de $CuSO_{4(ac)}\,1M$. ¿Ocurrirá la reacción?











$E^{\circ}_{celda} = +0{,}75\ V > 0$

Espontáneo

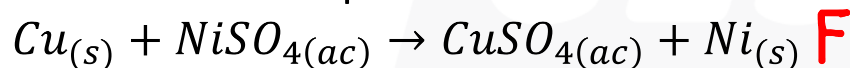
Ejercicio 13:

A condiciones estándar se sumerge un perno de níquel en una solución acuosa de $CuSO_4$ 1,0M. Indique verdadero (V) o falso (F) al analizar cada proposición.

I) Disminuye la masa de níquel, debido a que este metal se oxida. V

II) El níquel desplaza al catión cobre de sus sales acuosas. V

III) La reacción neta del proceso es:



$$Cu_{(s)} + NiSO_{4(ac)} \rightarrow CuSO_{4(ac)} + Ni_{(s)}$$ F

Datos de potenciales estándar de reducción:

E° (Ni^{2+} / Ni)= - 0,25V

E° (Cu^{2+}/Cu) = + 0,34V

A) VVV

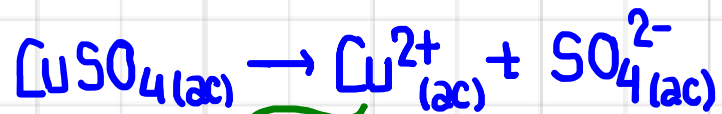
B) VVF

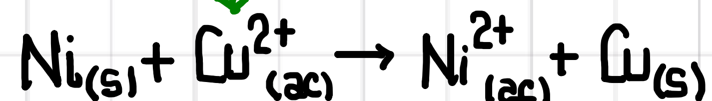
C) VFV

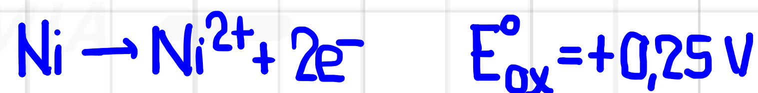
D) FVV

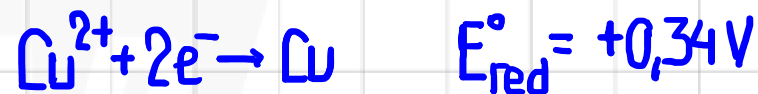
E) FFV

Resolución:





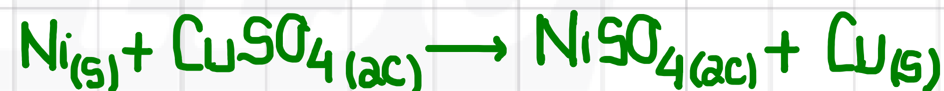




$E^\circ_{celda} = +0,59\ V > 0$

Espontáneo

Reacción global



Rpta: VVF

Clave: B

En solución ACUOSA
ANIONES no se oxidan: NO_3^-, SO_4^-, ClO_4^-, MnO_4^-, $Cr_2O_7^{2-}$
CATIONES no se reducen: Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Mg^{2+}, Al^{3+}

3.3. ELECTRÓLISIS

Consiste en generar una reacción redox no espontánea por acción de la energía eléctrica continua

$T_{operación} > T^\circ_{fusión}$

ELECTRÓLIS DE SALES FUNDIDAS

Las **sales haloideas** se descomponen en sus elementos constituyentes.

Ejemplo: electrólisis del $\boldsymbol{NaCl_{(l)}}$

Electrolito	$NaCl_{(l)}$
Cátodo (-)	El catión Na^{1+} se reduce. $2Na^{1+} + 2e^- \rightarrow 2Na^0_{(l)}$
Ánodo (+)	El anión Cl^{1-} se oxida. $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

Rxn neta: $\boldsymbol{2NaCl_{(l)} \rightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}}$

ELECTRÓLIS DE SOLUCIONES CONCENTRADAS

Hay la posibilidad que el soluto o el agua se descomponga.

Reglas Practicas:

a) Los **cationes** del grupo **IA y IIA** no se reducen, el agua se reduce liberando $H_{2(g)}$.
b) Los cationes del grupo B se reducen hasta su forma elemental (**recubrimiento metálico**).
a) Los oxoaniones NO_3^{1-} y SO_4^{2-} no se oxidan. El agua se oxida liberando $O_{2(g)}$.

Electrolito	$\boldsymbol{NaCl_{(ac)}}$
Cátodo (-)	$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow \boldsymbol{2OH^-_{(ac)}} + H_{2(g)}$
Ánodo (+)	El anión Cl^{1-} se oxida. $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

ELECTRÓLIS DE SOLUCIONES DILUIDAS

Solo el solvente (agua) se descompone en el cátodo y ánodo.

Ejemplo: **electrólisis del agua acidulada (agua + gotas de ácido sulfúrico).**

Cátodo:	**El agua se reduce formando** $H_{2(g)}$
Ánodo	**El agua se oxida formando** $O_{2(g)}$

Rxn neta: $\boldsymbol{2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}}$

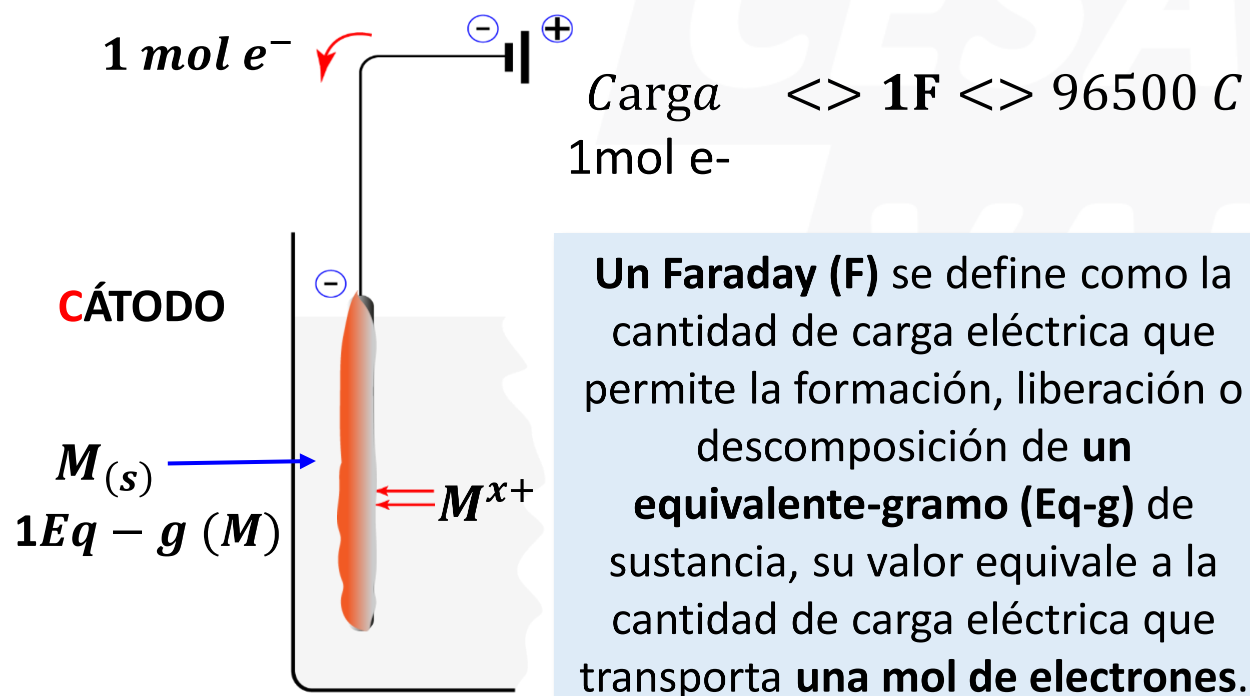
Descomposición del agua

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

Permite determinar las cantidades obtenidas en los electrodos de una celda electrolítica.

a. PRIMERA LEY DE FARADAY

La cantidad de sustancia descompuesta o producida en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que fluye por la celda electrolítica.

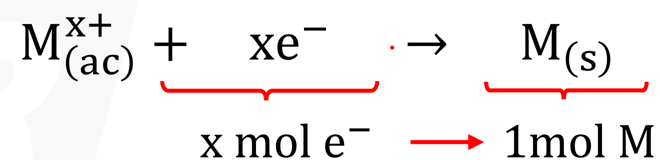


Carga 1mol e- <> **1F** <> 96500 C

Un Faraday (F) se define como la cantidad de carga eléctrica que permite la formación, liberación o descomposición de **un equivalente-gramo (Eq-g)** de sustancia, su valor equivale a la cantidad de carga eléctrica que transporta **una mol de electrones**.

Interpretando la primera ley de Faraday tenemos:

En el cátodo de la celda electrolítica anterior:



$$M^{x+}_{(ac)} + xe^- \rightarrow M_{(s)}$$

x mol e^- ⟶ 1mol M

x. 96500 ⟶ PA(M)g

Q ⟶ m

$$m = \frac{PA(E).Q}{x.96500}$$

$$m = \frac{PE(M).Q}{96500\ C}$$

Ten en cuenta

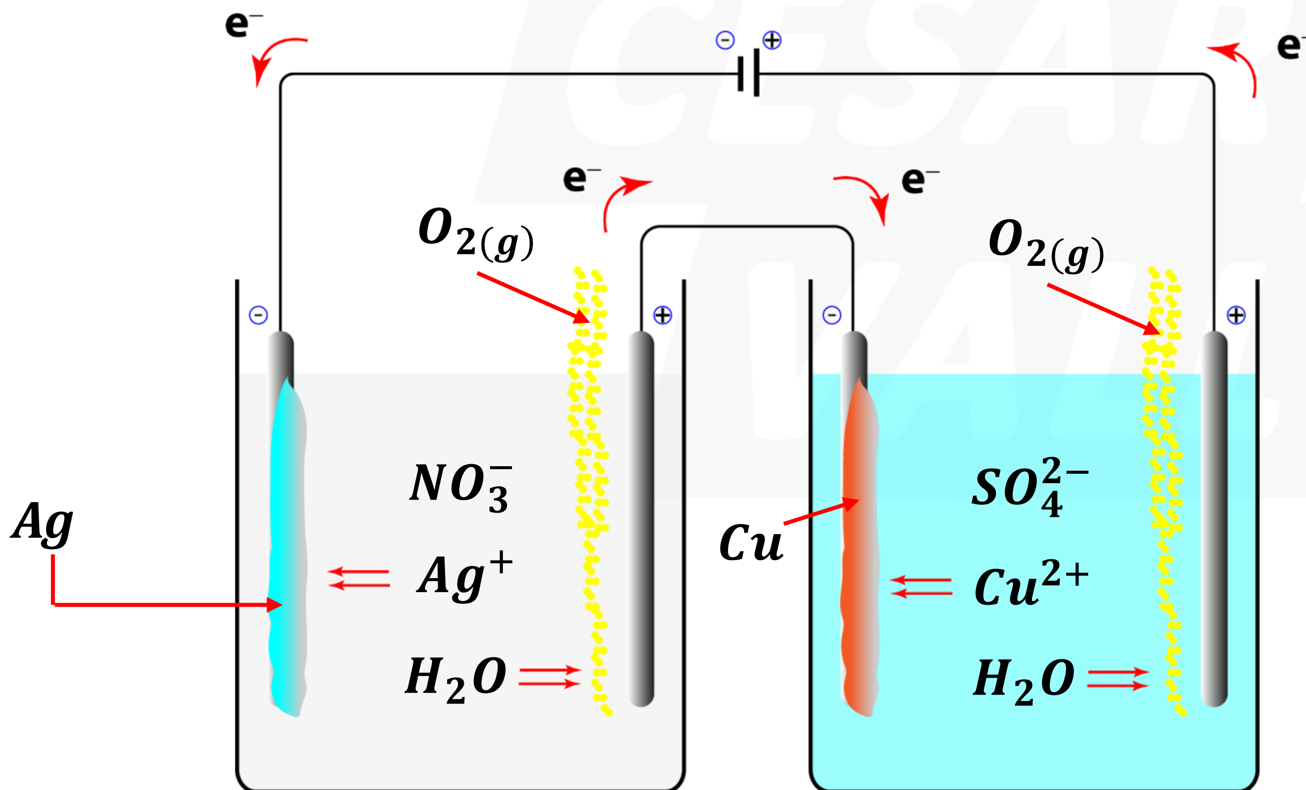
También: Q = I x t

- **m**: masa obtenida en gramos
- **Q**: Cantidad de carga eléctrica
- **PE**: Peso equivalente de la sustancia

b. SEGUNDA LEY DE FARADAY

Cuando dos o más celdas electrolíticas están conectadas en serie, se cumple que en todos sus electrodos, se produce la misma cantidad de equivalentes gramos de sustancias.

Por ejemplo: si en las dos celdas conectadas en serie se producen Ag y Cu cada uno de los cátodos.



Porque esta circulando la misma cantidad de carga eléctrica.

Entonces se cumple:

$$\#Eq-g(Ag) = \#Eq-g(Cu)$$

es decir;

$$\frac{m_{Ag}}{PE(Ag)} = \frac{m_{Cu}}{PE(Cu)}$$

Ejercicio 14:

Se tiene dos celdas electrolíticas en serie, la primera contiene una solución acuosa de $CoCl_3$ concentrado y la segunda contiene una solución acuosa de $Cu(NO_3)_2$ concentrado. Si se hace pasar una corriente continua de 1,93 Amperios. Determine lo siguiente:

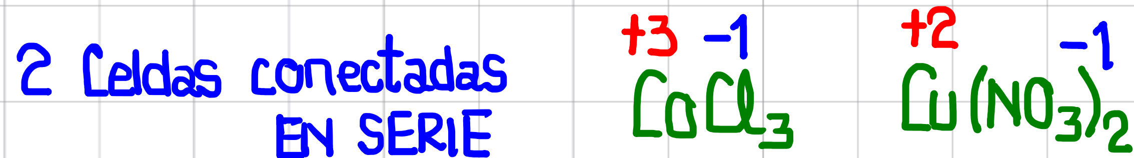
I) La masa, en gramos, de cobalto que se deposita, si en la segunda celda se depositó 1,27g de cobre.

II) El volumen de gas oxígeno, en litros, que se libera en el ánodo de la segunda celda, durante 30 minutos de funcionamiento.

Datos:
Masa molar (g/mol): Co= 58,93 ; Cu= 63,55
1 Faraday <> 96 500 Coulomb

A) 0,39 y 0,20
B) 0,78 y 0,40
C) 0,39 y 0,40
D) 0,78 y 0,20
E) 1,17 y 0,65

Resolución:



→ #Equiv (Co) = #Equiv (Cu)

$n_{Co} \cdot \theta_{Co} = n_{Cu} \theta_{Cu}$

$\frac{m_{Co}}{58{,}93} \times 3 = \frac{1{,}27}{63{,}55} \times 2 \rightarrow m_{Co} = 0{,}785\,g$

→ suponiendo CN para $O_{2(g)}$

#Equiv (Cu) = #Equiv (O_2)

$n_{Cu} \cdot \theta_{Cu} = n_{O_2} \theta_{O_2}$

$\frac{1{,}27}{63{,}55} \cdot 2 = \frac{V^{CN}}{22{,}4L} \cdot 4 \rightarrow V_{O_2}^{CN} = 0{,}224\,L$

Rpta: 0,78 y 0,20

Clave: D

SEMESTRAL

UNI

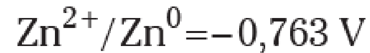


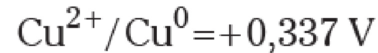


PRÁCTICA DIRIGIDA

7. El campo de la electroquímica tiene muchas aplicaciones, tales como, los recubrimientos metálicos, por ejemplo, el cromado, la obtención de sustancias puras, como la electrorrefinación del cobre y la generación espontánea de energía eléctrica continua, como las pilas o baterías. Marque la alternativa que muestre un proceso que no es electroquímico.

Datos de potenciales estándar de reducción:


$Zn^{2+}/Zn^{0} = -0{,}763\ V$


$Cu^{2+}/Cu^{0} = +0{,}337\ V$

A) Obtención de sodio metálico a partir de la descomposición del NaCl fundido. → Electrólisis

B) Proceso de plateado de anillos de bronce usando electrolito acuoso de $AgNO_3$. → Electrólisis

C) Reacción espontánea al poner en contacto una lámina de zinc con $CuSO_4$ acuoso. → Celda galvánica

D) Descomposición de la sal $CaCO_3$ para generar cal viva y dióxido de carbono. → Pirólisis: $CaCO_3 \xrightarrow{\text{calor}} CaO + CO_2$

E) Generación espontánea de energía eléctrica continua en un acumulador de plomo. → Celda galvánica

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

1. En un reactor químico rígido de 5 L se tiene el equilibrio formado por 3,22 g de NOBr; 3,08 g de NO y 4,19 de Br_2. Calcule el valor de la constante de equilibrio K_p para la siguiente reacción en equilibrio a 100,4 °C:



$$2NOBr_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Br_{2(g)}$$

Masas molares (g/mol): NOBr=109,9; NO=30; Br_2=159,8

R=0,082 atm·L/mol·K

A) 2 B) 3 C) 4

D) 5 E) 6

RESOLUCIÓN 1

- Nos piden calcular K_p

$$[NOBr] = \frac{n}{V} = \frac{m}{\bar{M}.V} = \frac{3,22}{109,9 \times 5} = 5,86 \times 10^{-3}\ M$$

$$[NO] = \frac{3,08}{30 \times 5} = 2,05 \times 10^{-2}\ M$$

$$[Br_2] = \frac{4,19}{159,8 \times 5} = 5,24 . 10^{-3}\ M$$

$$K_c = \frac{[NO]^2[Br_2]}{[NOBr]^2} = \frac{(2,05 . 10^{-2})^2\ 5,24 . 10^{-3}}{(5,86 . 10^{-3})^2}$$

$$K_c = 0,641 . 10^{-1} = 6,41 . 10^{-2}$$

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} = 6,41 . 10^{-2}\left(\frac{82}{1000} . 373,4\right)^{2+1-2}$$

$$K_p = 196,3 . 10^{-2} = 1,96 \approx 2$$

Respuesta: 2

Clave: A

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

2. Se tiene la siguiente reacción química reversible en un recipiente rígido de 20 litros. Sí en un determinado momento se tiene las siguientes moles mostradas en el cuadro.

Reacción:	A(g)	+ B(g)	$\rightleftarrows$	2C(g) +	$D_{(g)}$
n(mol):	2,0	3,0		5,0	6,5

Si a una determinada temperatura la constante de equilibrio es 1,8. Determine que proposiciones son correctas.

I. Con la cantidad de moles mostradas en el cuadro, se puede afirmar que la reacción está en equilibrio. ✗

II. Con la cantidad de moles mostradas en el cuadro, se puede afirmar que la reacción no está en equilibrio. ✓

III. En el equilibrio el número de moles de la sustancia "D" es menor que 6,5 moles. ✗ (mayor)

A) Solo I
B) I y II
C) Solo II ✓
D) II y III
E) Solo III

RESOLUCIÓN 2

Nos piden indicar las proposiciones correctas

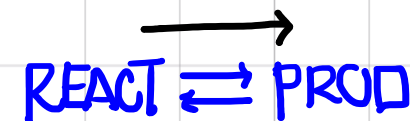
$$Q = \frac{[C]^2[D]}{[A][B]} = \frac{\left(\frac{n_C}{V}\right)^2 \frac{n_D}{V}}{\frac{n_A}{V}\cdot\frac{n_B}{V}}$$

$$Q = \frac{n_C^2 \cdot n_D}{n_A \cdot n_B \cdot V} = \frac{5^2 \times 6{,}5}{2 \times 3 \times 20} = 1{,}35 < 1{,}8 = K_c$$

para que logre equilibrio

PROD ↑

REACT ↓

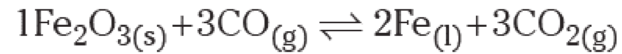


Respuesta: solo II

Clave: C

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

3. Para el siguiente sistema en equilibrio cuya reacción es endotérmica:



$$1Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightleftharpoons 2Fe_{(l)} + 3CO_{2(g)}$$

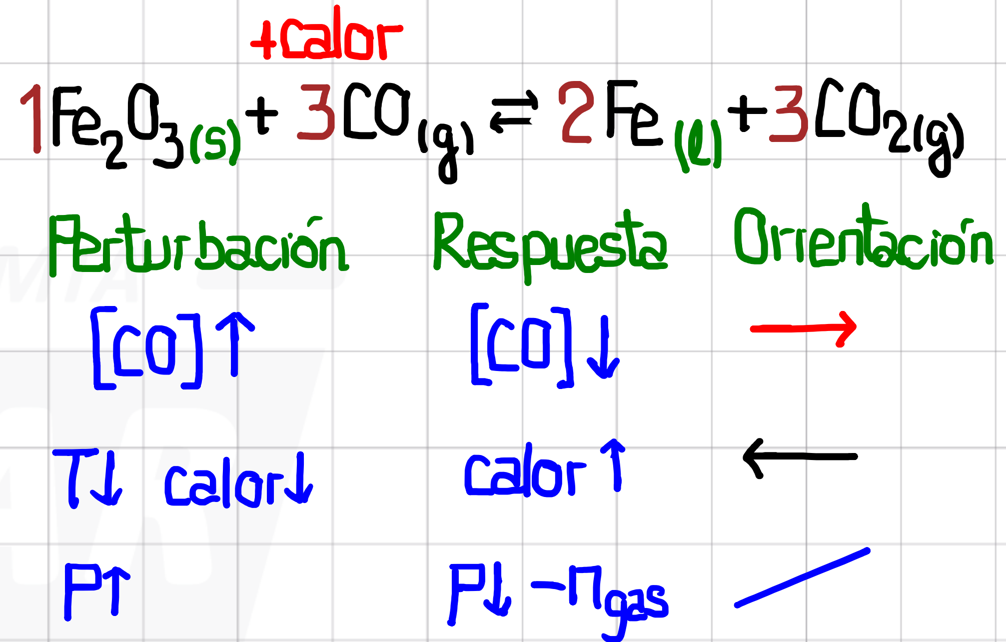
Marque verdadero (V) o falso (F) al analizar las siguientes proposiciones.

I. Al inyectar monóxido de carbono CO, la reacción se desplazará hacia la derecha. V

II. Al disminuir la temperatura, la reacción se desplazará hacia la izquierda. V

III. Un incremento de la presión provocará que la reacción se desplace hacia la izquierda. F

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) FVF



RESOLUCIÓN 3

- Nos piden indicar V o F, luego de analizar las proposiciones

Respuesta: VVF

Clave: B

SEMESTRAL UNI

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

4. En base a la siguiente información de los siguientes ácidos débiles monopróticos:

Ácido débil	K_a (a 25 °C)
HBrO	$2,5\times10^{-9}$
HNO_2	$4,5\times10^{-4}$
HCN	$4,0\times10^{-10}$

Marque la alternativa que muestre las proposiciones correctas. Mayor K_a

I. El mejor conductor eléctrico es el ácido cianhídrico HCN. ✗ HNO_2

II. En fuerza de basicidad se cumple: $CN^{1-} > BrO^{1-} > NO_2^{1-}$

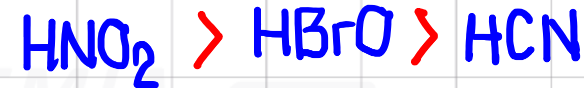
III. La constante de equilibrio de la base conjugada del HCN es $2,5\times10^{-5}$

Dato: a 25 °C se cumple $K_w = 1,0\times10^{-14}$

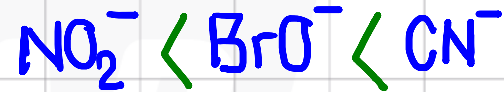
A) Solo I B) I y II C) Solo III

D) II y III E) I, II y III

ÁCIDOS



Bases conjugadas



$$K_{HCN}\cdot K_{CN^-} = K_w$$

$$K_{CN^-} = \frac{K_w}{K_{HCN}} = \frac{10\cdot10^{-15}}{4\cdot10^{-10}} = 2,5\cdot10^{-5}$$

RESOLUCIÓN 4

- Nos piden indicar las proposiciones correctas

Respuesta: II y III

Clave: D

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

5. El ácido fórmico es un electrolito débil monoprótico y su constante de acidez a 25 °C es $1{,}8\times10^{-4}$. Si su concentración inicial es 0,2 M, determine en el orden dado, el grado de ionización y el pH de la solución ácida.
Dato: log6=0,78
A 25 °C se cumple $K_w=1{,}0\times10^{-14}$

A) 0,15 y 2,22
B) 0,30 y 4,44
C) 0,03 y 2,22
D) 0,03 y 4,44
E) 0,30 y 3,33

$\alpha=\sqrt{\frac{K_a}{C_i}}=\sqrt{\frac{18.10^{-5}}{2.10^{-1}}}=\sqrt{9.10^{-4}}=3.10^{-2}$

$\alpha=0{,}03$

$[H^+]=\alpha C_i=0{,}03\times0{,}2=6.10^{-3}\,M$

$pH=-\text{Log}[H^+]=-\text{Log}(6.10^{-3})$

$pH=3-\text{Log}6=3-0{,}78$

$pH=2{,}22$

RESOLUCIÓN 5

- Nos piden determinar el grado de ionización y el pH

Respuesta: 0,03 y 2,22

Clave: C

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

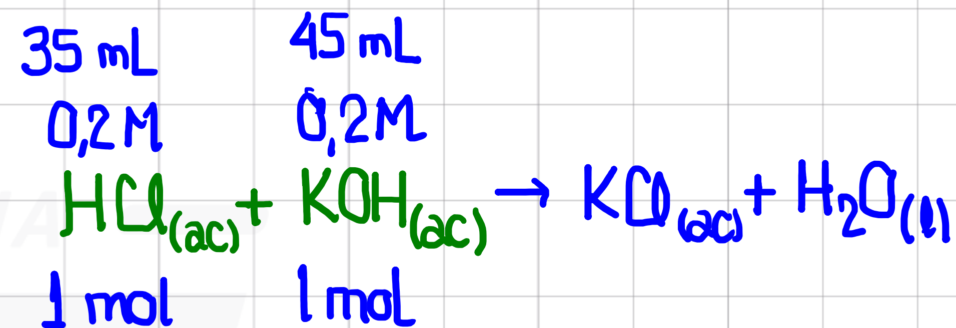
$\log 2 = 0{,}3$
$\log 3 = 0{,}48$

6. Se mezclan dos soluciones acuosas para un proceso de neutralización, mantenido la temperatura en 25 °C. Si se adiciona 35 mL de solución de HCl 0,2 M a 45 mL de solución de KOH 0,2 M, determine el pH de la solución resultante.

Datos: log2,5=0,4

A 25 °C se cumple $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$

A) 1,6 B) 6,4 C) 7,0
D) 10,2 E) 12,4



7 mmol 9 mmol

queda 2 mmol KOH

$$[KOH]_{final} = \frac{2\ mmol}{(35+45)mL} = \frac{2}{80} = \frac{1}{40} = \frac{1}{4 \times 10} = 2^{-2} \cdot 10^{-1}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(2^{-2} \cdot 10^{-1})$$

$$pOH = 2\underbrace{\log 2}_{0{,}3} + \log 10 = 1{,}6$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 12{,}4$$

RESOLUCIÓN 6

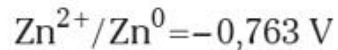
- Nos piden determinar el pH de la solución resultante

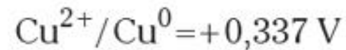
Respuesta: 12,4

Clave: E

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

7. El campo de la electroquímica tiene muchas aplicaciones, tales como, los recubrimientos metálicos, por ejemplo, el cromado, la obtención de sustancias puras, como la electrorrefinación del cobre y la generación espontánea de energía eléctrica continua, como las pilas o baterías. Marque la alternativa que muestre un proceso que no es electroquímico.
Datos de potenciales estándar de reducción:


$Zn^{2+}/Zn^0 = -0,763$ V


$Cu^{2+}/Cu^0 = +0,337$ V

A) Obtención de sodio metálico a partir de la descomposición del NaCl fundido.
B) Proceso de plateado de anillos de bronce usando electrolito acuoso de $AgNO_3$.
C) Reacción espontánea al poner en contacto una lámina de zinc con $CuSO_4$ acuoso.
D) Descomposición de la sal $CaCO_3$ para generar cal viva y dióxido de carbono.
E) Generación espontánea de energía eléctrica continua en un acumulador de plomo.

RESOLUCIÓN 7

- Nos piden indicar la alternativa que no corresponde a un proceso electroquímico.

Respuesta: .....

Clave: D

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

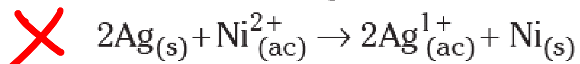
8. Al sumergir un perno de níquel en una solución acuosa de nitrato de plata $AgNO_3$ 1,0 *M* a 25 °C, se lleva a cabo un proceso redox espontaneo. Marque la alternativa que muestre las proposiciones correctas.

Datos de potenciales estándar de reducción:

$Ag^{1+}/Ag^{0} = +0,799$ V

$Ni^{2+}/Ni^{0} = -0,250$ V

I. La reacción espontánea es:



$2Ag_{(s)} + Ni^{2+}_{(ac)} \rightarrow 2Ag^{1+}_{(ac)} + Ni_{(s)}$

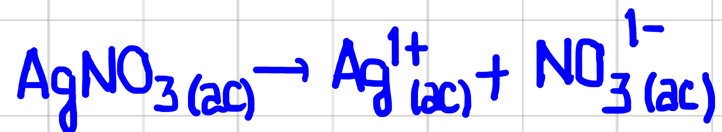
II. El níquel metálico sufre el proceso de oxidación.

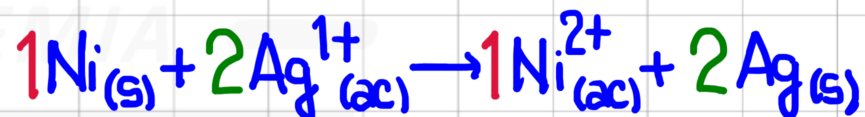
III. La concentración de los iones Ag^{1+} disminuye.

A) Solo II B) II y III C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

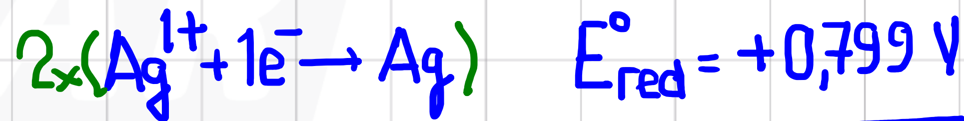
RESOLUCIÓN 8

- Nos piden indicar las proposiciones correctas





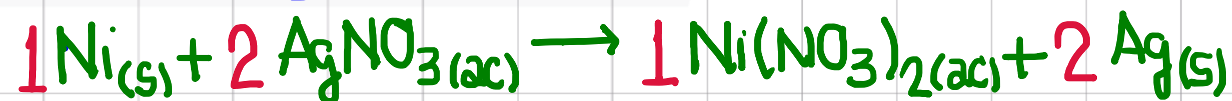




$E^{\circ}_{celda} = +1,049 \text{ V} > 0$

Espontáneo

Reacción global



Respuesta: II y III

Clave: B

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

9. Se tiene en una cuba electrolítica una mezcla de sales acuosas de $AgNO_3$ y $Au(NO_3)_3$ de concentración inicial 1,0 *M* de cada uno a 25 °C. Se sumerge, como cátodo, un adorno de bronce el cual será recubierto por oro o plata mediante una electrodeposición selectiva. Si se emplea una intensidad de corriente de 9,65 amperios durante 20 segundos, indique que metal se reduce primero sobre el adorno y calcule la masa, en miligramos, del metal que se deposita. Asuma que en ese periodo de tiempo solo se da la electrodeposición de uno de los metales.

Datos de masa molar (g/mol): Ag=107,87; Au=196,97

1 F=96 500 Coulomb

Potenciales estándar de reducción:

$Ag^{1+}/Ag^{0}=+0,799$ V

$Au^{3+}/Au^{0}=+1,500$ V

RED: $Ag^{1+} < Au^{3+}$

A) Ag y 215,7

B) Au y 65,6

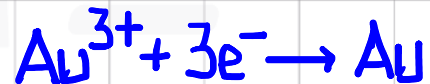
C) Ag y 107,8

D) Au y 131,3 ✓

E) Au y 262,6

RESOLUCIÓN 9

- Nos piden indicar el metal que se reduce primero y calcule la masa en miligramos del metal depositado



3 mol e^- -------- 1 mol Au

3×96500 C ------- 196,97 g Au

$Q = I \times t$

$(9,65 \times 20)$ C --------- m_{Au}

$$m_{Au} = \frac{196,97 \times 9,65 \times 20}{3 \times 96500} = 0,1313 \text{ g}$$

$m_{Au} = 131,3$ mg

Respuesta: Au y 131,3

Clave: D

PRÁCTICA DIRIGIDA – SEMANA 20

10. Se tiene dos celdas electrolíticas en serie, el primero contiene 500 mL de una solución acuosa de $NiCl_3$ 0,8 *M* y la segunda contiene 400mL de una solución acuosa de $CuCl_2$ 1,2 *M*. Si se lleva a cabo la electrólisis con una intensidad de corriente de 3,86 amperios y usando electrodos inertes de grafito. Determine verdadero (V) o falso (F) al analizar cada proposición.

Datos de masa molar (g/mol): Ni=58,7; Cu=63,5

1 F=96 500 Coulomb

V I. Si al cabo de un determinado tiempo se deposita 4,23 g de níquel, se formará 6,86 g de cobre en el otro cátodo.

V II. Asumiendo que el volumen de las soluciones no cambia, al cabo de 4 horas la concentración final de los iones Cu^{2+} es 0,48 *M*.

V III. Al cabo de 8 horas se libera en total 12,9 litros de gas cloro Cl_2 en condiciones normales.

A) VVV B) VVF C) VFV D) FVV E) FVF

RESOLUCIÓN 10

- Nos piden indicar V o F

I. $\overset{+3\,-1}{NiCl_3}$ $\overset{+2\,-1}{CuCl_2}$

#Equiv(Ni) = #Equiv(Cu)

$n_{Ni}\theta_{Ni} = n_{Cu}\theta_{Cu}$

$\frac{4,23}{58,7}\times 3 = \frac{m_{Cu}}{63,5}\times 2$

$m_{Cu} = 6,86\,g$

II. Inicio $n_{Cu^{2+}} = M.V = 1,2\times 0,4 = 0,48\,mol$

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

1 mol Cu^{2+} ---------- 2 mol e^-

1 mol Cu^{2+} ---------- $2\times 96500\,C$

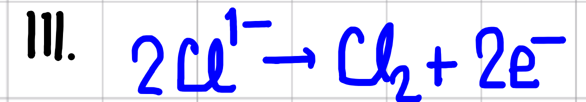


0,288 mol Cu^{2+} ---------- $(3,86\times 4\times 3600)C$

Final: $n_{Cu^{2+}} = 0,48 - 0,288$

$n_{Cu^{2+}} = 0,192\,mol$

$[Cu^{2+}] = \frac{0,192\,mol}{0,4\,L} = 0,48\,M$



III. $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

1 mol Cl_2 ---------- 2 mol e^-

a CN

22,4 L Cl_2 ---------- $2\times 96500\,C$

$Q = I\times t$

V_{Cl_2} ---------- $(3,86\times 8\times 3600)$

$V_{Cl_2} = 12,9\,L$

Respuesta: VVV Clave: A



GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe